Prix Laroze 1901 (2) 19

[illegible]

[illegible] Prix Laroze 1901

Essai de l'Alcool Camphré

par Hansier pharmacien à Gannat

(publié dans les Comptes-Rendus de la Soc. des Sciences méd. de Gannat).

Il n'existe actuellement aucun procédé pratique permettant de vérifier, avec exactitude, la teneur en camphre de l'alcool camphré. Plusieurs moyens ont été cependant indiqués. M. Chastaing s'est occupé de cette question, dans le "Répertoire de Pharmacie", (année 1881, page 550), et a conseillé de prendre la densité à l'alcoomètre du produit à essayer et d'en faire ensuite l'examen au polarimètre.

M. Bouriez, dans le même Journal, (année 1892 p. 494) a préconisé le même procédé.

L'addition du camphre à un alcool ayant pour résultat d'en diminuer le degré alcoométrique, il sera toujours facile au fabricant peu scrupuleux d'obtenir la graduation exigée, en employant un alcool de degré inférieur et en diminuant la proportion de camphre ; ainsi de l'alcool à 86° ou 87° renfermant seulement 2 à 3 % de camphre, pourra être considéré comme alcool camphré du Codex, à 10 %.

L'examen polarimétrique, même joint à l'essai de la densité, ne peut suffire à compléter la vérification de cette préparation ; le falsificateur, toujours au courant des exigences de la science aura évidemment le soin d'additionner son produit, de matières étrangères exerçant une action compensatrice sur la lumière polarisée.

Le procédé que j'emploie consiste à doser le camphre, après sa précipitation, à l'aide de l'hydrate de chloral.

Si l'on ajoute de l'eau à l'alcool camphré, il se produit un abondant précipité ; mais la liqueur

reste louche et il faut une longue filtration pour la rendre limpide. M. Chastaing, avait, du reste, constaté ce fait dans l'article qu'il a consacré à ce sujet. L'application d'un principe utilisé dans l'industrie et un simple tour de main m'ont permis de détruire instantanément l'émulsion et de séparer le précipité.

La totalité du Camphre précipitable obtenue, il reste à en pratiquer le dosage.

M.M. Cazeneuve et Imbert ont fait connaître que la combinaison de Camphre et d'hydrate de Chloral était facilement décomposée, par l'eau, en ses éléments, mais que cette dissociation ne se produisait plus, si l'eau tenait en dissolution du Chloral en quantité même insuffisante pour la saturer. De nombreux essais m'ont permis de constater que non seulement cette dissociation n'avait plus lieu, mais que contrairement à ce qui se passe pour le Chloral aldehyde, la combinaison dont il est question se dissout complètement dans une solution aqueuse ~~de Chloral~~ renfermant 212 grammes de Chloral par 1000cc. à +15°.

Cette solution de Chloral Camphré dans l'eau Chloralée est très instable; le moindre abaissement de température en sépare du camphre; mais à la même température et dans les mêmes conditions d'expérience, les résultats sont toujours comparables.

Voici la manière d'opérer:

Dans un tube gradué, ou un tube à essais sur lequel on a appliqué une étroite bandelette de papier gommé pour indiquer le troisième centimètre cube, on mesure 20 centimètres cubes d'eau distillée;

puis, on pèse exactement 5 grammes de l'alcool camphré à vérifier; on bouche l'ouverture avec un liège ou un caoutchouc, et on agite très vivement durant quelques secondes, jusqu'à ce que le liquide soit absolument limpide. (L'agitation est indispensable pour détruire l'émulsion.)
On laisse au repos pendant deux heures, le tube placé verticalement, le bouchon en bas. Le camphre précipité ne tarde pas à gagner la partie supérieure du liquide et y forme une masse compacte. Le liquide d'abord clair, devient peu à peu louche; de plus, il reste toujours en suspension quelques parcelles de camphre. Le tube est ensuite retourné, le bouchon en haut; la masse de camphre, en vertu de sa faible densité, tend à gagner la surface supérieure; mais comme, par son agglomération, elle obture complètement le tube, il s'en suit qu'elle sert de filtre au liquide, pendant son ascension, et qu'elle arrive au sommet de sa course, laissant au dessous d'elle un liquide aussi clair que s'il avait traversé le meilleur papier; la masse en vertu de sa force ascensionnelle va se comprimer sur le bouchon, et de la sorte fixe à elle les différentes particules qu'elle a enlevées au liquide.
Au bout d'une demi-heure, le tube est de nouveau retourné l'ouverture en bas, et quand la masse a atteint sa partie supérieure, on enlève le bouchon et on laisse écouler le liquide. Comme le camphre est imprégné d'eau alcoolisée, et que l'alcool, même en petite quantité, peut fausser les résultats, on agite ce camphre précipité avec 20 cent. cubes d'eau, pour en opérer le lavage. De même que pour la première partie de l'essai, le tube est placé d'abord, le bouchon en bas, puis retourné et enfin remis l'ouverture en bas, et quand la masse a terminé son ascension, on fait écouler l'eau de lavage

et on laisse bien égoutter le tube en l'inclinant à 45°.

On procède alors au dosage du Camphre. On verse dans le tube 20 gouttes (mesurées avec un compte-gouttes donnant 20 gouttes d'eau distillée au gramme) d'une Solution de 3 parties d'hydrate de Chloral cristallisé pour 1 partie d'eau distillée ; on mélange, et à l'aide d'un tube effilé ou pipette, on laisse tomber quelques gouttes d'eau, jusqu'à ce que le ménisque affleure exactement le troisième centimètre cube. On continue à ajouter la solution de Chloral jusqu'à ~~ce qui~~ à la teinte légèrement opalescente qui précède la dissolution complète.

L'alcool camphré du Codex, c'est-à-dire à 10% exige 65 gouttes de solution de Chloral, à la température de 15 degrés (non comprises les 20 gouttes servant à liquéfier le camphre) ; on peut faire la correction en ajoutant ou en retranchant du total une goutte par 4 degrés s'écartant en plus ou en moins de la température de 15 degrés.

Dans les mêmes conditions, un alcool camphré à 9. 8. 7. 6. 5. et 4% n'exigerait que 61, 56, 51, 48, 44 et 39 gouttes pour arriver à la dissolution.

Si donc l'alcool employé est pur, ce dont on peut s'assurer à l'aide des réactifs récemment recommandés, et que l'alcoomètre marque 85°7 on pourra être certain que le produit examiné est absolument conforme au Codex.

Présenté pour le Prix Laroze

Le Papier à filtrer, Cause d'erreurs en Analyse.

par M. Mansier Pharmacien à Gannat.
Lauréat de la Société de Pharmacie de Paris.

Il existe une cause d'erreurs dans les dosages, sur laquelle les traités de Chimie analytique sont absolument muets. Les faits qui la déterminent peuvent être observés journellement, et néanmoins, l'attention n'a jamais été, que je sache, du moins, attirée sur eux.

Il s'agit de l'influence de la filtration sur la teneur des solutions titrées.

On sait cependant que certaines matières colorantes sont ~~naturellement~~ directement fixées sur les tissus, que d'autres le sont à l'aide de mordants. Avec les substances de la première catégorie, quelle que soit l'interprétation que l'on donne au fait, la matière semble entrer en combinaison et faire partie constituante du tissu à ce point que les meilleurs dissolvants ne suffisent pas à la lui enlever.

Les matières colorantes ne se fixent pas seulement sur les étoffes, mais encore sur la cellulose, en général, par conséquent sur le papier.

Qu'on plonge durant un instant un morceau de papier à filtrer dans une dissolution de bleu de méthylène ou d'éosine, des lavages, même souvent répétés à l'eau bouillante n'arriveront pas à lui enlever toute la teinte qu'il aura acquise.

Nous avons souvent constaté que les solutions étendues de soude ou d'acide sulfurique, avaient un titre moins élevé après qu'avant leur filtration.

Les essais qui vont être relatés montrent que si

Cette donnée n'est pas générale, elle s'applique du moins à de nombreux composés chimiques.

Du reste, pourquoi supposer que les matières colorantes seules soient à même de participer de cette affinité capillaire, comme on l'a nommée.

Vient-on à jeter sur un papier à filtre de 0.15 centim. de diamètre, 10 cent. cubes d'une solution normale de soude, on peut facilement prélever 4 cent. cubes de liquide filtré et un dosage à ce moment, montrera que ce volume n'exige plus, pour être saturé que $3^{cc},8$; il y a donc là une perte de $\frac{1}{20^e}$ du titre.

Il se produit donc une déperdition, dont on doit tenir compte.

Avec les solutions plus étendues, la solution centinormale par exemple, l'erreur devient encore bien plus grande, elle dépasse la moitié du titre de la solution.

La potasse et la soude partagent naturellement cette affinité spéciale de fixation sur le papier, et dans des proportions voisines de celles de la soude.

On pourrait supposer que la cause de ce changement de titre est particulière aux alcalis, surtout si on se rappelle que quelques auteurs ont admis que la cellulose pourrait être considérée comme ayant une fonction acide ; mais les acides ou sels acides jouissent aussi de la même propriété ;

Ainsi prend-on 10 cent. cubes d'une solution d'acide sulfurique décinormal et les jette-t-on sur un filtre de 15 centim. de diamètre — la liqueur qu'on en recueille perd une partie de son acidité qui atteint $\frac{1}{26^e}$;

L'essai suivant aidera aussi à donner une idée du pouvoir fixatif de la cellulose.

Un papier à filtrer, blanc, Prat-Dumas, de 0m33 de diamètre est découpé en courtes bandes qui sont jetées dans un vase à expériences renfermant 30 centi-cubes de solution décinormale de potasse, de façon à être immergées totalement; on constate que par le seul fait d'une macération de quelques minutes, le titre de la solution alcaline a baissé de 47% de sa teneur. Avec la solution centinormale on peut noter 55% de perte.

Cette fixation de l'alcali est beaucoup moindre si au lieu d'immerger totalement le papier dans la solution, on le découpe en bandes de 8 à 12 centim. de longueur, qu'on se contente de déposer dans le vase par une de leurs extrémités. Dans ce cas la perte est de $\frac{1}{21}$ seulement.

Il semblerait qu'il y a eu là compensation produite par la capillarité, sur laquelle nous aurons à nous étendre davantage, un peu plus loin, mais il n'en est rien. Il n'y a fixation que par la cellulose directement en contact avec le bain alcalin.

L'expérience précédente renouvelée avec la solution décinormale d'acide sulfurique a accusé une perte d'acidité égale à 8%. La même solution normale, dans les mêmes conditions a perdu 3.5%.

On peut aussi facilement se rendre compte que le papier fixe réellement les acides, de la façon suivante: On place dans un verre à expériences un quart de feuille de papier blanc 33 cm. sur laquelle on a versé à l'aide d'une pipette 4 cent. cubes de solution décinormale d'acide sulfurique, on projette sur ce papier et à diverses reprises, de l'eau bouillante de façon à atteindre 50 cc.; le titrage de ces eaux de lavage, accuse une perte de 1cc1. c'est-à-dire loin d'être négligeable.

Avec la soude décinormale, la perte est atteint la moitié du titre.

Le papier n'est pas seul à jouir de cette affinité pour certaines substances chimiques, le coton participe naturellement de cette propriété.

Si on dépose sur la douille d'un entonnoir un tampon de coton pesant un gramme et qu'on verse sur celui-ci 10 cent. cubes de solution décinormale de soude, on peut facilement recueillir 6 c.c. de produit filtré qui ne demanderont pour être saturés que 5 c.c. 2 d'acide sulfurique décinormal, soit une perte de $\frac{1}{7}$.

Avec la soude centinormale, la fixation de l'alcali serait de $\frac{1}{4}$.

L'acide sulfurique centinormal posé également sur coton perdrait $\frac{1}{9}$ de son titre ——

— Les différentes bases alcalino-terreuses se comportent vis-à-vis de la cellulose de la même manière que les alcalis. C'est ainsi que 30 cent. cubes d'eau de chaux versés sur le $\frac{1}{15}$ de son poids de papier ont ~~fourni~~ 10 c.c. de liqueur ~~dont le~~ titre a baissé de $\frac{1}{20}$; ~~30 cent. cubes~~ une solution décinormale de baryte ~~et~~ a perdu 51 % de son alcalinité.

Il en est de même de la plupart des acides mais à des degrés généralement moindres.

L'acide phosphorique en solution à 1 % a pu pour 30 cent. cubes agissant sur 2 gr. de papier fixer $\frac{1}{31}$ de sa teneur acide.

Dans des conditions semblables,
L'acide chlorhydrique a perdu seulement $\frac{1}{90}$ de son titre.
L'acide lactique à 1 % cède $\frac{1}{27}$. L'acide tartrique à 1 % cède seulement $\frac{1}{104}$ de son acidité.
L'acide acétique à 5 % perd $\frac{1}{49}$. Le même acide à 1 g. par litre

perd $\frac{1}{22}$.
L'acide oxalique et l'acide citrique conservent intégralement leurs titres.

Certains sels sont sans influence sur le papier tel le Chlorure de Sodium, d'autres au contraire sont en partie fixés; le chlorure de Calcium $\frac{2 g. p. litre}{n}$ aucunement perdu de son Chlore, mais le dosage du Calcium a montré une déperdition de $\frac{1}{5}$, de même, pour le Sublimé corrosif, en solution au millième, l'analyse a montré que les proportions du metal avait baissé de près de 1/4 tandis que le Chlore ne s'était fixé que pour $\frac{1}{20}$. Le fait de cette singulière fixation, a été, du reste, été signalé il y a plusieurs années, par M. Leo Vignon, à propos des cotons médicamenteux.

De même que les alcalis libres, les carbonates alcalins se fixent aisément sur le papier, c'est ainsi que pour 30cc de solution de Carbonate de soude à 5 grammes par litre, agissant sur 2 g. de papier on a constaté une perte égale à 1/8 de l'alcalinité.

Il était intéressant d'examiner l'action des sels d'alcaloïdes, car leur dosage se fait souvent sur des solutions assez diluées et l'erreur possible pouvait devenir importante.

30 cent-cubes de solution de Chlorhydrate de morphine au millième ont servi à immerger un papier à filtrer du poids de 3 gr: on a recueilli 10 cent-cubes dont le dosage a été fait comparativement avec la même solution avant contact avec le papier, et il a été constaté une diminution dans la quantité d'alcaloïde de 22 %.

La solution à $\frac{1}{1000}$ de sulfate neutre de quinine se fixe sur la cellulose, à peu près dans les mêmes proportions

Le Sulfate de Strychnine en solution à $\frac{1}{500}$ perd 26% du poids de son alcaloïde, il en est de même, à peu de chose près, du sulfate d'atropine à $\frac{1}{1000}$ du nitrate de pilocarpine à $\frac{1}{2000}$ du Chlorhydrate de Narcéine à $\frac{1}{2.000}$ qui tous voient leurs alcaloïdes se fixer dans les mêmes proportions.

J'ai pu constater pour la Codéine et l'Atropine une anomalie que je ne me suis pas encore expliquée. Ces deux alcaloïdes en solution tartrique à $\frac{1}{1000}$ subissent la loi commune, c'est-à-dire se fixent sur la Cellulose, mais les fait-on dissoudre sans l'intervention d'acide dans l'eau bouillante, on remarque que leurs solutions, qui à ce moment ne précipitent pas par la liqueur de Meyer, c'est-à-dire dépassent les limites de sensibilité de ce réactif, fournissent après contact de quelques instants avec du papier un abondant précipité.

Avec le Coton imprégné, on observe la même particularité.

Il semble que la Cellulose est entrée en combinaison soluble avec ces alcaloïdes en jouant le rôle d'acide et a ainsi donné une sensibilité plus grande aux réactifs.

Quoi qu'il en soit, nous avons tenu à signaler cette particularité qui nous a paru intéressante.

Il nous reste à parler de l'action de la capillarité sur les solutions déposées en gouttes sur le papier.

Quelques auteurs ont proposé depuis plusieurs années de remplacer le procédé habituel de la touche par une modification qui consiste à déposer sur papier à filtrer à l'aide d'un agitateur, une goutte d'un réactif approprié qu'on laisse étendre par capillarité, puis à étaler

dans le voisinage de celle-ci, une goutte de la liqueur à essayer de façon à ce que les contours des deux surfaces voisines puissent se pénétrer. Or, à moins que le réactif ne soit volatil, c'est-à-dire que les vapeurs soient susceptibles d'influencer la surface étalée, il peut se présenter ~~arriver~~, si les gouttes ne font que se toucher légèrement, que leurs principes en dissolution n'arrivent pas en contact l'un de l'autre. Il y a là, il nous semble de quoi fixer l'attention sur une propriété générale de la capillarité.

Les auteurs en question, ont négligé de s'assurer que la répartition d'une goutte de réactif sur un papier sans colle était loin d'être régulière dans toutes les parties.

Un peu d'observation permet en effet de distinguer qu'une goutte de solution diluée d'une matière colorante déposée sur papier donne une auréole externe dépourvue de matière colorante.

On peut, comme dans les essais que nous avons indiqués au commencement de ce travail, supposer qu'il y a fixation de la matière colorante, mais à cela ne se borne pas l'action du papier; en dehors de cette affinité de la cellulose, il existe une force décomposante qui est spéciale à la capillarité, et de même que pour la fixation sur cellulose, cette décomposition est d'autant plus grande que les solutions sont plus diluées. Cette propriété doit être la même que celle qui a été signalée, il y a une quinzaine d'années à propos des bougies Chamberland.

Si on dépose successivement sur du papier, et toujours au même point, de nombreuses gouttes de solutions à 1% de violet de méthyle, violet de dahlia, orangé Poirier, éosine bleu de méthyle, de façon à obtenir de larges disques

on observe que la zone capillaire incolore d'abord très étroite s'élargit de plus en plus, jusqu'à occuper $\frac{1}{3}$ du rayon. – Les solutions employées sont-elles plus étendues, au millième par exemple, les auréoles neutres deviennent encore plus spacieuses. –

De même si on suspend au-dessus de vases renfermant quelques centimètres cubes de ces solutions de longues bandes[x], on constate qu'au fur et à mesure que le liquide grimpe il se forme une zone humide absolument incolore qui augmente au fur et à mesure, jusqu'à atteindre pour 0m,15 de hauteur, de 2 à 5 centimètres. L'

x de longues bandes de papier Chardin plongeant dans les liquides par l'extrémité libre.

S'il s'agit de solutions à $\frac{1}{1000}$, la zone incolore occupe la presque totalité de la hauteur de la bande et c'est à peine si, lorsque la partie humide atteint 0m12, la matière colorante a grimpé de quelques millimètres. A partir de cette hauteur, l'action de la capillarité se faisant beaucoup plus lentement sentir sur la vitesse de l'ascension, la solution colorée grimpe à une hauteur plus grande et atteint quelques centimètres, et lorsque la partie ~~totale~~ mouillée ~~accept~~ a la hauteur totale que lui permet la capillarité, peu à peu, la matière colorante quoique très lentement arrive à gagner et à couvrir toute la zone incolore.

De même qu'à propos de la fixation sur cellulose, nous dirons qu'un grand nombre de composés chimiques jouissent de la ~~propriété~~ propriété spéciale ~~pour les~~ matières colorantes, c'est-à-dire qu'en solutions diluées, ils laissent une zone neutre d'autant plus étendue que la capillarité se sera exercée plus longuement.

Ainsi, en renouvelant les essais ~~faits~~ exposés précédemment avec les bandes de papier suspendues au-dessus de solutions étendues, on observe par exemple pour l'acide sulfurique

normal au décinormal, une zone neutre de 0,02 à 0,03 sur une hauteur de 0,15, avec la soude - 0m05 - Pour le tanin à $\frac{1}{100}$ cette zone est de 0.06 - Pour l'eau phéniquée à 1% elle est de 0,04 ; elle est à peu près ~~semblable~~ pour le perchlorure de fer ~~at~~ millième et l'iodure de fer au centième.

Au contraire, le ferrocyanure de potassium, le ferricyanure, l'iodure de potassium, le chloral, même en solutions étendues, ne laissent aucune zone neutre par suite de la capillarité, soit par ascension, soit en déposant goutte par goutte ces liquides, sur une feuille de papier à filtrer.

Ces données suffiraient à expliquer comment les erreurs indiquées à propos du procédé à la touche peuvent se produire. Bien mieux, on arrive, avec des liqueurs très étendues et ne se fixant pas sur la cellulose, à faire occuper par l'une des gouttes placées à proximité de l'autre, toute la surface ~~occupée~~ de la première de façon à se superposer, sans qu'il y ait contact, la zone neutre de la seconde goutte refoulant indéfiniment devant elle la première.

Ainsi, l'iodure de potassium est chassé complètement par l'acétate de plomb, le ferrocyanure de potassium par le perchlorure de fer, l'antipyrine, par le perchlorure de fer, mais l'acétate de plomb n'est pas déplacé par l'iodure, pas plus que le perchlorure par le ferrocyanure.

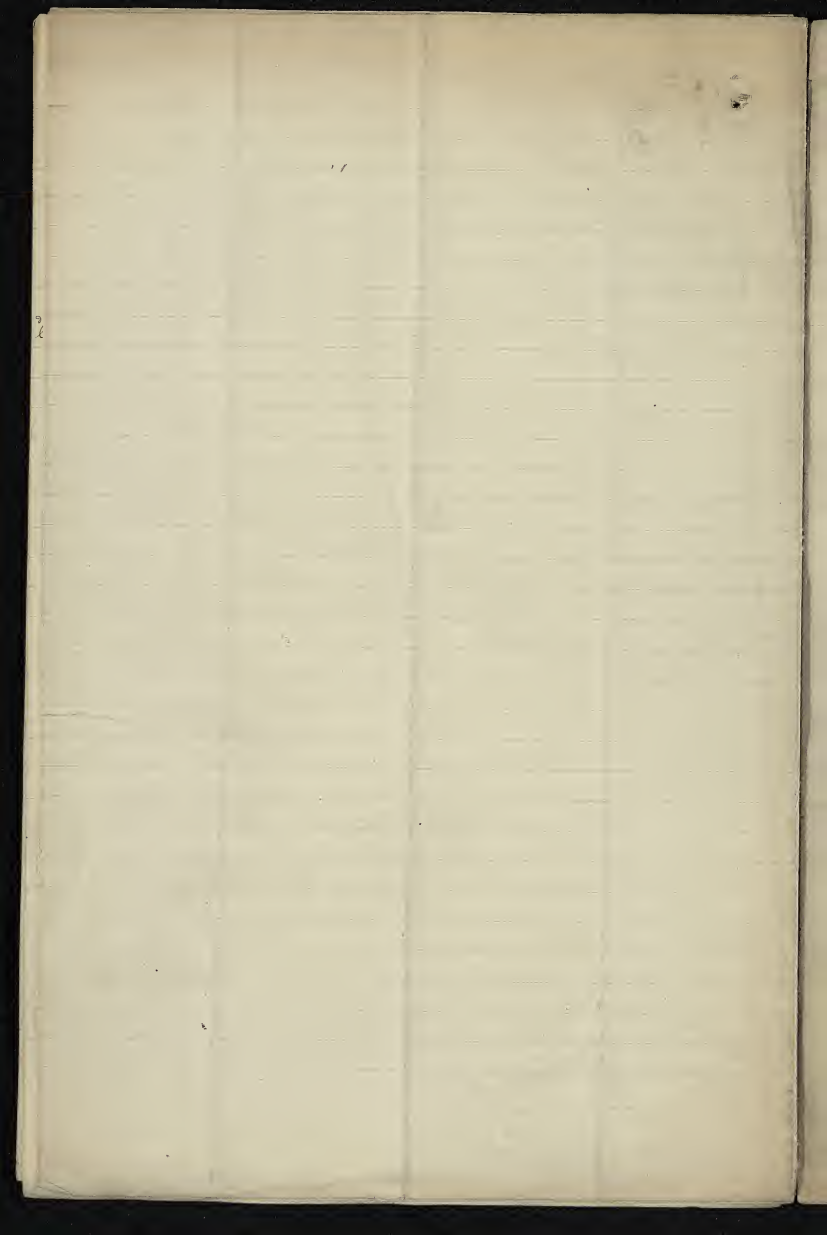
Il y a, dans ces cas, simple déplacement, comme on peut s'en assurer facilement, dans le premier cas, en touchant directement avec l'acétate de plomb la partie opposée à celle où on dépose les gouttes de solution d'acétate de plomb. ——

— Les observations signalées dans ce mémoire demandent

a été suivie pendant longtemps, de manière à voir ~~de que~~ comment il peut y être remédié.

Néanmoins, il en résulte, au point de vue de la chimie analytique, qu'il faudra toujours avoir présente à l'esprit la fixation par la cellulose, des alcalis, des acides, des alcaloïdes, la décomposition de certains sels. — La détermination du titre des solutions acides ou alcalines devra être faite après filtration. Dans tous les cas, on ne se servira, pour les dosages, que des plus petits filtres possibles.

De même il devient nécessaire de ne pas oublier que, lorsqu'on épuise une substance par un volume déterminé de dissolvant, et qu'on se propose d'en doser le principe actif, en opérant seulement sur une partie filtrée [illegible], la liqueur ayant subi le contact du papier ne renferme plus le principe dans les mêmes proportions que celle qui est encore sur le filtre. Souvent une évaluation par comparaison sera indispensable.



Essai de la Pommade Mercurielle.

par M. Mansier Pharmacien à Gannat
Lauréat de la Société de Pharmacie

Présenté pour le Prix Laroze

Les procédés d'essai de la pommade mercurielle reposent, pour la plupart, sur la pesée du mercure métallique. après séparation par dissolution ou saponification de la matière grasse. Sans être longues, ces opérations exigent encore un certain temps, elles présentent de plus, quelques causes d'erreur.

Le procédé auquel nous avons recours est aussi simple, beaucoup plus rapide, et sans soins particuliers, donne des résultats plus exacts.

Il a pour principe la désagrégation facile de la pommade mercurielle dans un mélange éthéro-alcoolique, la transformation du mercure en bi-iodure et la dissolution de ce sel dans ce même dissolvant.

Il convient de procéder de la façon suivante: Peser très exactement dans un tube à essais, un gramme de la pommade mercurielle à vérifier, puis 8gr.25 de teinture iode officinale et 8gr.25 d'Ether à 0.720. Boucher et le contenu, sans agiter vivement, ~~d'incliner~~ de balancer le tube de haut en bas jusqu'à disparition de la pommade, ce qui n'exige que quelques minutes. A ce moment si la pommade répond aux exigences du Codex, la liqueur est totalement incolore, il ne reste en suspension que quelques particules de matière grasse extrêmement divisées. ~~qui~~

Ce liquide projeté dans un vase d'eau doit fournir

un précipité d'abord blanc qui se teinte de plus en plus jusqu'à coloration rouge, caractéristique du Bi-iodure de mercure.

On pourrait, il semble, au lieu du mélange éthero-alcoolique proposé, se servir simplement d'une dissolution alcoolique titrée d'iode ; on arrive, en effet, que la teinture d'iode soit employée seule ou additionnée de son poids d'alcool, à obtenir la décoloration du liquide, mais l'opération est extrêmement longue même en s'aidant d'une légère chaleur, et le bi-iodure formé (dans ce cas) ne se dissolvant qu'en très faible proportion peut cristalliser sur les parois du tube.

Au contraire, avec l'Ether iodé, employé seul, le Bi-iodure formé se dissout très aisément, mais la dissolution de la matière grasse se faisant trop rapidement, le métal s'en sépare aussitôt pour gagner le fond du tube, de sorte que l'agitation des globules mercuriels devient fort difficile et la formation du Bi-iodure excessivement longue.

Il en serait de même si l'on faisait usage de Chloroforme iodé !

Le mélange proposé réalise tous les desiderata.

La présence de l'axonge dans le sein de la liqueur n'est pas, comme de prime abord, on serait porté à le croire, une cause d'inexactitude appréciable. En effet, d'après Baudrimont, son indice d'iode est 49, c'est-à-dire tout à fait négligeable. Cinquante centigrammes d'axonge placés dans un tube avec 16 grammes d'un mélange à poids égaux d'Alcool et d'Ether et $\frac{1}{4}$ de cent. cube de soluté d'iode à $\frac{1}{26}$ ont demandé 5 heures pour arriver à la décoloration du liquide ce qui correspond à une absorption de $\frac{1}{64}$ de l'iode nécessaire

à la transformation en bi-iodure, du mercure contenu dans un gramme de pommade mercurielle. Nous ajouterons que quelques minutes suffisent à l'essai indiqué.

Le mélange avec de l'eau, du liquide provenant de la dissolution de la pommade, sert de vérification dans le cas où pourrait craindre la présence d'un corps autre que le mercure, susceptible d'absorber l'iode.

Le précipité qu'on obtient, d'abord blanc, puis jaunâtre et enfin rouge, répond à une modification moléculaire —

Cet essai très exact quoique rapide peut être avantageusement utilisé dans l'Inspection des Pharmacies ...

